INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA E TECNOLOGIA DE SANTA CATARINA
DEPARTAMENTO ACADÊMICO DE LINGUAGEM, TECNOLOGIA, EDUCAÇÃO E CIÊNCIA
Professora: Samuel Hammes Clasen
Físico-Química II

Entalpia de Reações Química – Calorímetria

1 Calorímetria

Calorímetros são definidos como aparelhos para medir variações de energia em situações onde a temperatura desempenha um papel primordial. Os calorímetros são classificados de acordo com as trocas térmicas. São considerados adiabáticos quando não há troca de calor entre a célula e o ambiente (fronteira adiabática); isotérmicos quando as trocas de calor entre a célula e o ambiente são intensas (fronteira diatérmica) e isoperibólico quando o ambiente está a uma temperatura constante e as trocas de calor entre as duas partes são pequenas. O calorímetro construído no presente experimento pode ser considerado isoperibólico (também chamado de jaqueta isotérmica) uma vez que há uma pequena troca de calor entre o vaso calorimétrico e o meio ambiente.

A calorimentria pode ser usada, entre outros objetios, para determinar a varição de entalpia de reações. Para a determinação de entalpia de reação a pressão constante de igualamos ao color liberado ou absorvido durante o processo (Equação 1).

$$\Delta H = q_{reação} \qquad \text{(Equação 1)}$$

Como a entalpia é uma propriedade extensiva, depende d quantidade de mtéria utilizada no processo reacional, utliza-se a divisão do calor obtido pelo número de mols reagido, dessa forma a entalpia de converte em entalpia molar, uma propriedade intensiva (Equação 2).

$$\Delta H = \frac{q_{reação}}{n_{reagido}} \qquad \text{(Equação 2)}$$

Para a determinação do calor da reação é necessário observar qu parte do calor liberado é absorvido pelo calorímetro, então precisamos conhecer o calor liberado para o meio reacional (solução) e também o colar absorvido pelo calorímetro e soma-los (Equação 3).

$$q_{reação} = q_{calorímetro} + q_{solução} \quad \text{(Equação 3)}$$

Para determinar o calor do calorímetro e o calor da solução podemos utiliza as equações 4 e 5 respectivamente.

$$q_{calorímetro} = c_{calorímetro} \,.\, \Delta T \qquad \text{(Equação 4)}$$

$$q_{solução} = m_{solução} \,.\, C_{s,solução} \,.\, \Delta T \quad \text{(Equação 5)}$$

Substituindo a equação 4 e 5 na equação 3 temos que o calor da reação é:

$$q_{reação} = (C_{calorímetro} \,.\, \Delta T) + [(m_{solução\ ácida} + m_{solução\ básica}) . C_{s,água} \,.\, \Delta T] \qquad \text{(Equação 6)}$$

Substituindo-se as equações 6 em 2, obtém-se a equação 7:

$$\Delta H = \frac{(C_{calorímetro} \,.\, \Delta T) + [(m_{solução\ ácida} + m_{solução\ básica}) . C_{s,água} \,.\, \Delta T]}{n_{reagido}} \quad \text{(Equação 7)}$$

Para a determinação do calor de dissolução de sais utilizamos a equação 8 que deriva da interação entre as equações 4 e 5.

$$\Delta H = \frac{(C_{calorímetro} \,.\, \Delta T) + [(m_{solução}) . C_{s,água} \,.\, \Delta T]}{n_{reagido}} \quad \text{(Equação 8)}$$

2. MATERIAIS E REAGENTES

Materiais	Reagentes
1 Calorímetro	Ácido clorídrico 1 mol.L^{-1} (padronizado)
1 termômetro digital	Ácido sulfúrico 1 mol.L^{-1} (padronizado)
4 bequeres de 50 mL	Hidróxido de sódio 1 mol.L^{-1} (padronizado)
3 pipetas volumétricas de 25 mL	Nitrato de potássio
1 proveta de 50 mL	Água deionizada
1 vidro relógio	

3. PROCEDIMENTO

3.1 Determinação da entalpia de neutralização do ácido clorídrico com hidóxido de sódio

- Coloque 25 mL de ácido clorídrico 1 mol L^{-1} em um béquer de 50 mL e determine a temperatura inicial **(OBSERVAÇÃO: ANOTE O VALOR DA CONCENTRAÇÃO DA SOLUÇÃO QUE ESTÁ NO FRASCO).**
- Coloque 25 mL de hidróxido de sódio 1 mol L^{-1} no bequer de 50 mL e determine a temperatura inicial **(OBSERVAÇÃO: ANOTE O VALOR DA CONCENTRAÇÃO DA SOLUÇÃO QUE ESTÁ NO FRASCO).**
- Determie a temperatura inicial do calorímetro.
- Adicione ao calorímetro os 25 mL de ácido clorídrico que estavam no bequer.
- Adicione ao calorímetro os 25 mL de hidróxido de sódio que estavam no bequer, feche o calorímetro imediatamente.
- Agite o calorímetro contendo a solução resultante, cuidadosamente.
- Espere alguns instantes até que a temperatura atinja o maior valor.
- Registre a temperatura máxima.
- Faça o descarte correto da solução presente no calorímetro.
- Faça a limpesa do calorímetro e seque o mesmo.
- Faça o experimento em triplicata
- Calcule a entalpia da reação utilizando a equação 7.

3.2 Determinação da entalpia de neutralização do ácido sulfúrico com hidóxido de sódio

- Coloque 25 mL de ácido sulfúrico 1 mol L^{-1} em um béquer de 50 mL e determine a temperatura inicial **(OBSERVAÇÃO: ANOTE O VALOR DA CONCENTRAÇÃO DA SOLUÇÃO QUE ESTÁ NO FRASCO).**
- Coloque 25 mL de hidróxido de sódio 1 mol L^{-1} no bequer de 50 mL e determine a temperatura inicial **(OBSERVAÇÃO: ANOTE O VALOR DA CONCENTRAÇÃO DA SOLUÇÃO QUE ESTÁ NO FRASCO).**
- Determie a temperatura inicial do calorímetro.
- Adicione ao calorímetro os 25 mL de ácido sulfúrico que estavam no bequer.
- Adicione ao calorímetro os 25 mL de hidróxido de sódio que estavam no bequer, feche o calorímetro imediatamente.
- Agite o calorímetro contendo a solução resultante, cuidadosamente.
- Espere alguns instantes até que a temperatura atinja o maior valor.
- Registre a temperatura máxima.
- Faça o descarte correto da solução presente no calorímetro.
- Faça a limpesa do calorímetro e seque o mesmo.
- Faça o experimento em triplicata
- Calcule a entalpia da reação utilizando a equação 7.

3.3 Determinação da entalpia dissolução do nitrato de potássio

- Pese 2,5 g de nitrato de potássio em um vidro relógio.
- Meça 50 mL de água deionizada em uma proveta.
- Determie a temperatura inicial do calorímetro.
- Adicione ao calorímetro os 2,5 g de nitrato de potássio que estavam no vidro relógio.
- Adicione ao calorímetro os 50 mL de água deionizada que estavam na proveta, feche o calorímetro imediatamente.
- Agite o calorímetro contendo a solução resultante, cuidadosamente, por 2 minutos.
- Espere alguns instantes até que a temperatura atinja o menor valor.
- Registre a temperatura mínima.
- Faça o descarte correto da solução presente no calorímetro.
- Faça a limpesa do calorímetro e seque o mesmo.
- Faça o experimento em triplicata
- Calcule a entalpia de dissolução utilizando a equação 8.

Para resolução das determinações matemáticas considere:

Densidade soluções diluídas considerar igual a densidade da água = 0,986 g . mL^{-1}

Capacidade calorífica específica da água ($C_{s,água}$) = 4,18 J . g^{-1} . $°C^{-1}$